

QUÍMICA

TEMA 7: REACCIONES REDOX

- Junio, Ejercicio 5, Opción A
- Reserva 1, Ejercicio 6, Opción B
- Reserva 2, Ejercicio 5, Opción A
- Reserva 3, Ejercicio 3, Opción A
- Reserva 3, Ejercicio 6, Opción B
- Reserva 4, Ejercicio 3, Opción A
- Reserva 4, Ejercicio 6, Opción B
- Septiembre, Ejercicio 6, Opción A
- Septiembre, Ejercicio 3, Opción B

emestrada

El KMnO_4 , en medio ácido sulfúrico, reacciona con el H_2O_2 para dar MnSO_4 , O_2 , H_2O y K_2SO_4 .

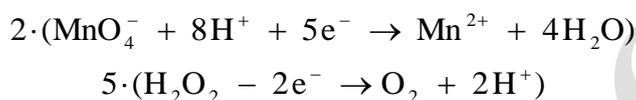
a) Ajuste la reacción molecular por el método del ion-electrón. b) ¿Qué volumen de O_2 medido a 1520 mm de mercurio y 125 °C se obtiene a partir de 100 g de KMnO_4 ?

$R = 0'082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$. Masas atómicas: C = 12; O = 16; K = 39; Mn = 55.

QUÍMICA. 2001. JUNIO. EJERCICIO 5. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a)



Simplificando y pasando a la reacción molecular, se tiene:



b) Por la estequiometría de la reacción, vemos que:

$$100 \text{ g KMnO}_4 \cdot \frac{5 \text{ moles O}_2}{2 \cdot 158 \text{ g KMnO}_4} = 1'58 \text{ moles O}_2$$

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{1'58 \cdot 0'082 \cdot 398}{\frac{1520}{760}} = 25'78 \text{ L de O}_2$$

Por una cuba electrolítica que contiene cloruro de cobre (II) fundido, circula una corriente eléctrica de 3 A durante 45 minutos. Calcule: a) La masa de cobre que se deposita. b) El volumen de cloro que se desprende, medido en condiciones normales.

Datos: $F = 96500 \text{ C}$; Masa atómica: $\text{Cu} = 63'5$.

QUÍMICA. 2001. RESERVA 1. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a) Aplicamos la 2ª ley de Faraday.

$$m = \frac{Eq - g \cdot I \cdot t}{96500} = \frac{\frac{63'5}{2} \cdot 3 \cdot 2700}{96500} = 2'66 \text{ g}$$

b)

$$m = \frac{Eq - g \cdot I \cdot t}{96500} = \frac{\frac{71}{2} \cdot 3 \cdot 2700}{96500} = 2'98 \text{ g}$$

Calculamos el volumen en condiciones normales:

$$2'98 \text{ g Cl}_2 \cdot \frac{22'4 \text{ L}}{71 \text{ g Cl}_2} = 0'94 \text{ L}$$

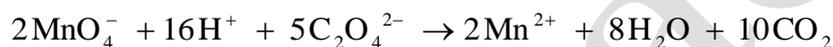
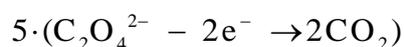
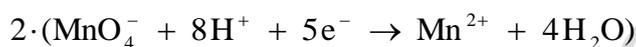
En una valoración, 31'25 mL de una disolución 0'1 M de $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$ (oxalato de sodio) en medio ácido consumen 17'38 mL de una disolución de KMnO_4 de concentración desconocida. Sabiendo que el oxalato pasa a CO_2 y el permanganato a Mn^{2+} . a) Ajuste la ecuación iónica por el método del ión-electrón. b) Calcule la concentración de la disolución de KMnO_4 .

Datos: Masas atómicas: O = 16; K = 39; Mn = 55.

QUÍMICA. 2001. RESERVA 2. EJERCICIO 5. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a)

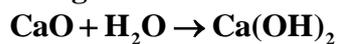


b) Por la estequiometría de la reacción, vemos que:

$$3'125 \cdot 10^{-3} \text{ moles de } \text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot \frac{2 \text{ moles } \text{KMnO}_4}{5 \text{ moles de } \text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4} = 1'25 \cdot 10^{-3} \text{ moles } \text{KMnO}_4$$

$$[\text{KMnO}_4] = \frac{1'25 \cdot 10^{-3}}{17'38 \cdot 10^{-3}} = 0'071 \text{ M}$$

Dadas las siguientes reacciones (sin ajustar):



Razone: a) Si son de oxidación-reducción. b) ¿Qué especies se oxidan y qué especies se reducen?

QUÍMICA. 2001. RESERVA 3. EJERCICIO 3. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a) La segunda reacción si es de oxidación-reducción.

b) El ácido nítrico es el oxidante y se reduce. La plata es el reductor y se oxida.

emestrada

El principal método de obtención del aluminio comercial es la electrolisis de las sales de Al^{3+} fundidas. a) ¿Cuántos culombios deben pasar a través del fundido para depositar 1kg de aluminio?. b) Si una célula electrolítica industrial de aluminio opera con una intensidad de corriente de 40.000 A. ¿Cuánto tiempo será necesario para producir 1 kg de aluminio?

Datos: Faraday = 96500 C. Masa atómica: Al = 27.

QUÍMICA. 2001. RESERVA 3. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a) Aplicamos la 2ª ley de Faraday.

$$m = \frac{Eq - g \cdot I \cdot t}{96500} \Rightarrow I \cdot t = \frac{96500 \cdot m}{Eq - g} = \frac{96500 \cdot 1000}{\frac{27}{3}} = 10722222'2 \text{ Culombios}$$

b)

$$m = \frac{Eq - g \cdot I \cdot t}{96500} \Rightarrow t = \frac{96500 \cdot m}{Eq - g \cdot I} = \frac{96500 \cdot 1000}{\frac{27}{3} \cdot 40000} = 268 \text{ segundos}$$

Se construye una pila, en condiciones estándar, con un electrodo de cobre y un electrodo de aluminio. a) Indique razonadamente cuál es el cátodo y cuál el ánodo. b) Calcule la f.e.m de la pila.

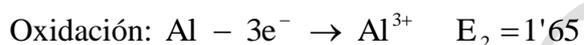
Datos: Potenciales estándar de reducción: $\text{Cu}^{2+} / \text{Cu} = 0'34 \text{ V}$; $\text{Al}^{3+} / \text{Al} = -1'65 \text{ V}$.

QUÍMICA. 2001. RESERVA 4. EJERCICIO 3. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a) El cátodo es donde ocurre la reducción, es decir, el cobre. El ánodo es donde ocurre la oxidación, es decir, el aluminio.

b)



En medio ácido sulfúrico, el permanganato de potasio reacciona con Fe (II) según:



a) Ajuste la reacción por el método del ión-electrón.

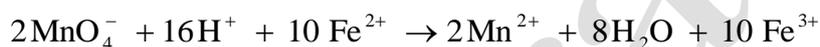
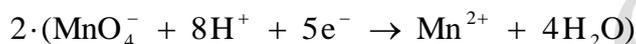
b) Calcule el número de moles de sulfato de hierro (III) que se obtienen cuando reaccionan 79 g de permanganato de potasio con la cantidad necesaria de Fe (II).

Masas atómicas: O = 16; K = 39; Mn = 55.

QUÍMICA. 2001. RESERVA 4. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a)



Simplificando y pasando a la reacción molecular, se tiene:



b) Por la estequiometría de la reacción, vemos que:

$$79 \text{ g KMnO}_4 \cdot \frac{5 \text{ moles}}{2 \cdot 158 \text{ g KMnO}_4} = 1,25 \text{ moles}$$

Una muestra de un metal se disuelve en ácido clorhídrico y se realiza la electrólisis de la disolución. Cuando han pasado por la célula electrolítica 3215 C, se encuentra que en el cátodo se han depositado 1'74 g de metal. Calcule: a) La carga del ión metálico. b) El volumen de cloro desprendido medido en condiciones normales.

Datos: $F = 96500 \text{ C}$; Masa atómica del metal = 157'2.

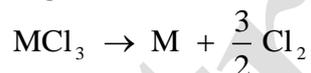
QUÍMICA. 2001. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 6. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a) Por las leyes de Faraday se sabe que la cantidad de metal depositada en el cátodo de una celda electrolítica, es directamente proporcional a la carga que circula por ella, luego:

$$1'74 = \frac{\frac{157'2}{n} \cdot 3215}{96500} \Rightarrow n = 3$$

b) La reacción de electrólisis que tiene lugar, una vez conocida la carga del metal, es la siguiente:



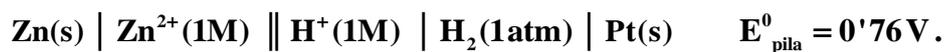
Sabemos que los moles de metal obtenidos son: $\frac{1'74}{157'2} = 0'011$ moles

Los moles de cloro gas desprendidos en el ánodo serán: $\frac{3}{2} \cdot 0'011 = 0'0165$ moles

Calculamos el volumen:

$$0'0165 \text{ moles Cl}_2 \cdot \frac{22'4 \text{ L}}{1 \text{ mol Cl}_2} = 0'37 \text{ L de Cl}_2$$

Sabiendo que:

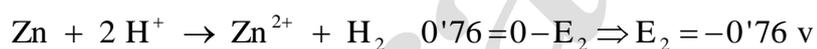
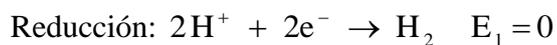


Calcule los siguientes potenciales estándar de reducción: a) $E^0(\text{Zn}^{2+} / \text{Zn})$. b) $E^0(\text{Cu}^{2+} / \text{Cu})$.

QUÍMICA. 2001. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 3. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a)



b)

